

Übung – 05.11.13

Welches Element / Ion hat die Elektronenkonfiguration $1s^2 2s^2 2p^6$

Ne / F^- / O^{2-} / N^{3-} / Na^+ / Mg^{2+} / Al^{3+}

Welches Element / Ion hat die Elektronenkonfiguration $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

Ar / Cl^- / S^{2-} / P^{3-} / K^+ / Ca^{2+} / Ga^{13+}

Geben Sie isoelektronische Ionen zu den folgenden Atomen an

Pb --> Tl^- , Bi^+ ...

Sb --> Sn^- , Te^+ ...

Si --> Al^- , P^+ ...

Fe --> Mn^- , Co^+ , Ni^{2+} ,

Bei den isoelektronischen Ionen müssen für die schweren Elemente (ab Periode 4) ebenfalls die d- und f-Orbitale von Elementen berücksichtigt werden. (siehe z.B. Ga^{13+}).

Übung – 12.11.13

Trends im PSE:

Von links nach rechts:

1. Ionisierungsenergie nimmt zu
2. Nichtmetallcharakter nimmt zu
3. Elektronegativität nimmt zu
4. Atomradien nehmen ab



Von oben nach unten:

1. Ionisierungsenergie nimmt ab
2. Nichtmetallcharakter nimmt ab
3. Elektronegativität nimmt ab
4. Atomradien nehmen zu



The periodic table shows elements color-coded by their properties. Metals are in red, nonmetals in green, and semimetals in yellow. The legend indicates:
 - Metall (red box)
 - Halbmetail (yellow box)
 - Nichtmetail (green box)
 - Ordnungszahl (Atomic Number)
 - Symbol
 - Atomrinasse (Atomic Weight)

Übung – 12.11.13

Atomradien:

nehmen innerhalb einer Gruppe im PSE zu, innerhalb einer Periode nehmen sie ab.

Innerhalb einer Gruppe des Periodensystems nimmt die effektive Größe mit zunehmender Ordnungszahl zu, da von einem Element zum nächsten innerhalb einer Gruppe jeweils eine Schale hinzukommt. Kernladung und Anzahl an Elektronen nimmt gleichermaßen zu. Die erhöhte Kernladung führt zwar zu einer verstärkten Anziehung der Elektronen, da die äußeren Elektronen jedoch durch innere Schalen abgeschirmt sind, wirkt auf Sie nicht die volle Kernladung.

Bei den Hauptgruppenelementen nehmen die Radien innerhalb einer Periode von links nach rechts ab. Innerhalb einer Periode kommt von Atom zu Atom jeweils ein Elektron zur gleichen Schale hinzu, bei gleichzeitiger Erhöhung der Kernladung. Elektronen in der gleichen Schale bewirken keine Abschirmung der Kernladung, dies führt zu einem Schrumpfen des Atomradius.

Übung – 12.11.13

Elektronegativität EN

ist ein Maß für die Elektronenaffinität, also die Fähigkeit eines Atoms, e^- eines anderen Atoms an sich zu binden

Bsp.:

$e^- + F \rightarrow F^-$ F nimmt freiwillig ein Elektron auf und es wird Energie frei.

$e^- + Li \rightarrow$ nichts passiert, Li nimmt nur unter Energiezufuhr Elektronen auf

Ionisierungsenergie IE

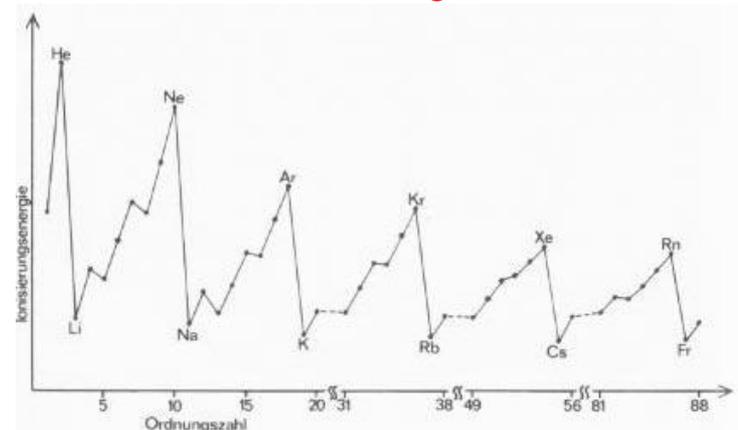
ist die aufzuwendende Energie, um einem Atom / Ion das am schwächsten gebundene e^- zu entreißen

1. Ionisierungsenergie = Atom \rightarrow Ion⁺

2. Ionisierungsenergie = Ion⁺ \rightarrow Ion²⁺

...

Die IE steigt innerhalb einer Periode und sinkt innerhalb einer Gruppe



Übung – 12.11.13

Salzbildner:

Elemente mit kleinen Ionisierungsenergien reagieren mit Elementen mit großer Elektronegativität

Beispiele:

Alkali- und Erdalkalimetalle (1. und 2. Hauptgruppe des PSE)

Halogene (7. Hauptgruppe des PSE)

Sauerstoff (6. Hauptgruppe des PSE)

Schwefel (6. Hauptgruppe des PSE)

ausgeprägter nichtmetallischer Charakter -> viele Verbindungen sind leicht wasserlöslich durch die Dissoziation der Verbindung in Ionen

Bsp:

$\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}^+ (\text{Kation}) + \text{Cl}^- (\text{Anion})$ <-- beide Ionen in Wasser solvatisiert

Übung – 12.11.13

Bindungsarten:

1. Kovalente Bindung

Bindungspartner teilen sich die 2 Elektronen

Bindung zwischen Nichtmetallen z. B. HCl, NH₃

2. Ionische Bindung

Elektronenübergang von einem Element auf das andere

Bindung zwischen Metall und Nichtmetall z.B. NaCl --> Na⁺ + Cl⁻

3. Metallische Bindung

Delokalisierte Elektronen im Valenz-/Leitungsband

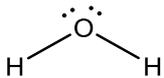
In reinen Metallen z.B. Na, Mg, Fe, Cu, Pb, etc.

Übung – 12.11.13

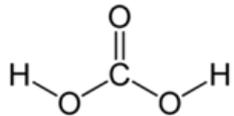
Lewis Formeln



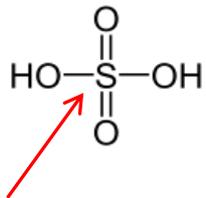
Salzsäure



Wasser



Kohlensäure



Schwefelsäure



Oktettaufweitung (möglich für Atome mit Hauptquantenzahl n größer oder gleich 3)
 Das Atom kann so durch füllen der d-Orbitale formal mehr als 8 Elektronen aufnehmen

Übung – 12.11.13

Hausaufgabe:

Ordnen Sie die folgenden Elemente nach steigendem Atom- bzw. Ionenradius (Begründung)

a) F, Li, B, C

b) I⁻, Br⁻, F⁻, Cl⁻

a) F, C, B, Li ; innerhalb einer *Periode* nehmen die Atomradien ab

b) F⁻, Cl⁻, Br⁻, I⁻ ; innerhalb einer *Gruppe* nehmen die Atomradien zu

Übung – 12.11.13

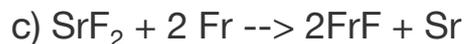
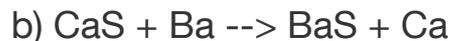
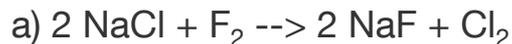
Beim Zusammentreffen welcher beiden Elemente des PSE ist die stärkste Reaktion zu erwarten?

Bei der Reaktion des elektropositivsten mit dem elektronegativsten Element



(eigentlich Fr, ist aber radioaktiv)

Bei welcher Kombination aus Salz und Element findet eine Reaktion statt?
Geben Sie eine Reaktionsgleichung und / oder eine Begründung an.
(Hinweis: Elektronegativität der Elemente betrachten)



Videos unseres Instituts zum Thema: Reaktivität von Fluorgas

<http://www.youtube.com/user/Fluorineisgreat?feature=watch>

Videos zum Thema: Reaktivität von Alkalimetallen (Rb und Cs)

<http://www.youtube.com/watch?v=sS3cIK9jIB8>

<http://www.youtube.com/watch?v=UwANYVSwOos>